pHormulário

2018

Química

pH

ÍNDICE

pH

FORMULÁRIO DE QUÍMICA INORGÂNICA

1. Estrutura Atômica 2
2. Números Quânticos 4
3. Tabela Periódica 5
4. Ligações Químicas 5
5. Funções Inorgânicas 6
6. Teorias Ácido-Base 10
7. Conceitos Fundamentais 10
8. Estequiometria 10
9. Soluções 11
10. Propriedades Coligativas 11
11. Termoquímica 12
12. Cinética Química 13
13. Equilíbrio Químico 13
14. Equilíbrio Iônico 14
15. Eletroquímica 16
Pilha 16
Tabela dos Potenciais-Padrão de Oxidação 17
Eletrólise 17
16. Radioatividade 22

AUTOR: PEDRO CESAR G. FIORETT

"TODOS OS DIREITOS RESERVADOS POR CURSO PH LTDA."



O pH só utiliza papéis certificados FSC,
produzidos a partir de fontes renováveis.

FORMULÁRIO DE QUÍMICA INORGÂNICA

1. ESTRUTURA ATÔMICA

O que é um modelo atômico?

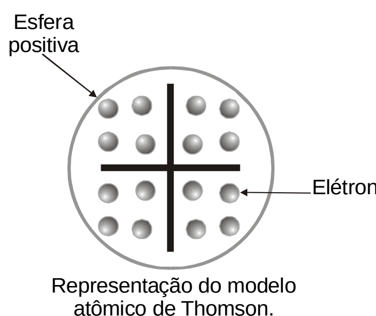
Os modelos atômicos são teorias baseadas em fatos e evidências experimentais para explicar como é o átomo. Muitos cientistas desenvolveram modelos que posteriormente foram evoluindo até chegar ao modelo atual.

Modelo de Dalton

- A matéria é constituída de pequenas partículas indivisíveis e maciças denominadas átomos que não podem ser criados nem destruídos.
- Em reações químicas os átomos simplesmente se rearranjam, não são criados nem destruídos.
- Átomos de um mesmo elemento químico apresentam as mesmas propriedades.

Modelo de Thomson

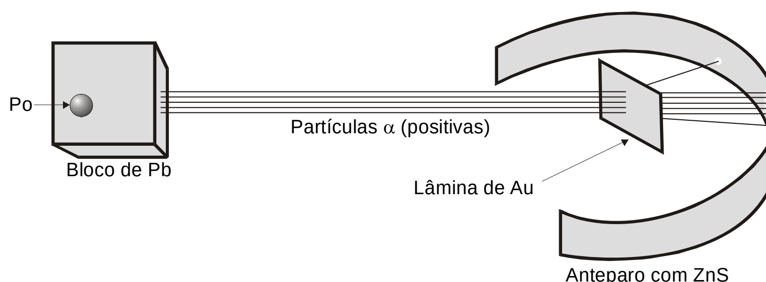
O átomo era esférico e maciço com estrutura não uniforme formado por um fluido de carga positiva no qual estavam dispersos os elétrons, o que garantiria a neutralidade do átomo. Seu modelo ficou conhecido como "pudim de passas".



Representação do modelo atômico de Thomson.

Modelo de Rutherford

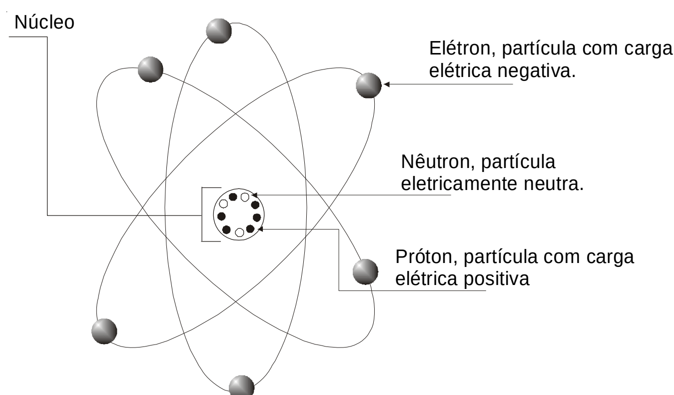
Rutherford realizou um experimento no qual bombardeou uma finíssima lâmina de ouro com partículas alfa emitidas pelo elemento radioativo polônio.



Observou:
- A maior parte das partículas alfa atravessou a lâmina de ouro sem sofrer desvio.
- Poucas partículas alfa sofreram desvios de trajetória.

Concluiu:
- A maior parte do átomo deveria ser constituída de espaços vazios.
- Há uma região central pequena de carga positiva.

Segundo Rutherford, o átomo não é maciço. É constituído de um região central pequena, densa e com carga positiva, o núcleo, rodeado por uma região praticamente sem massa, a eletrosfera. O átomo seria semelhante ao sistema solar.



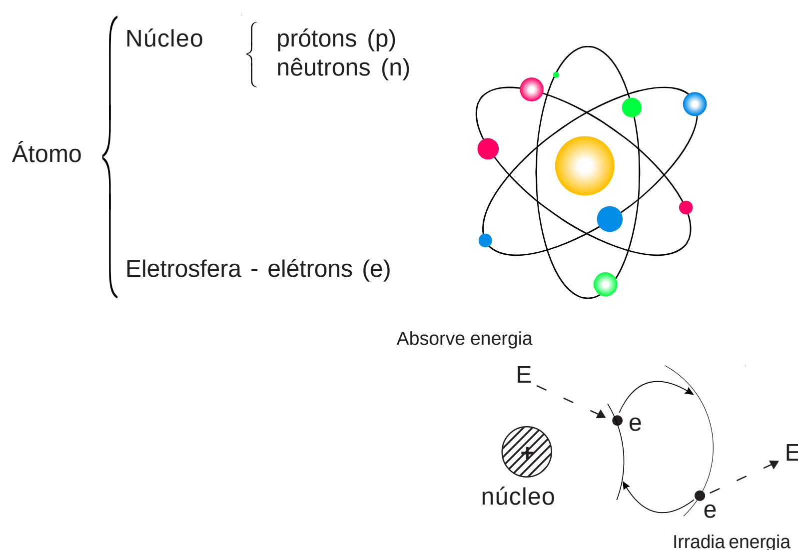
Modelo de Böhr ou Modelo de Rutherford-Böhr

Böhr, baseado no modelo de Rutherford, propôs um modelo atômico mais completo que apresenta as seguintes características.

- Os elétrons movimentam-se em trajetórias circulares* chamadas níveis ou camadas.
- Em cada órbita circular ou camada o elétron apresenta energia constante.
- Quando um elétron absorve energia, ele salta para uma órbita mais afastada do núcleo e quando retorna libera uma quantidade de energia na forma de onda eletromagnética.

* Posteriormente Sommerfeld concluiu que apenas uma órbita é circular, as demais são elípticas.

$^{1}_{1}H$ $^{2}_{1}H$ $^{3}_{1}H$



	Isótopos	Isóbaros	Isótonos
$^{A}_{Z}X$ $A = Z + n$ Número atômico : Z Número de massa : A Número de nêutrons : n	Prótio Deutério Trítio	$^{40}_{19}X$, $^{40}_{20}Y$	$^{35}_{15}X$; $^{40}_{20}Y$ $(n = 20)$

- **Massa atômica:** é calculada pela média ponderada dos números de massa dos isótopos.

Obs.: Água pesada é a água rica em óxido de deutério. Sua fórmula é $(^{2}_{1}H)_2O$ ou D_2O

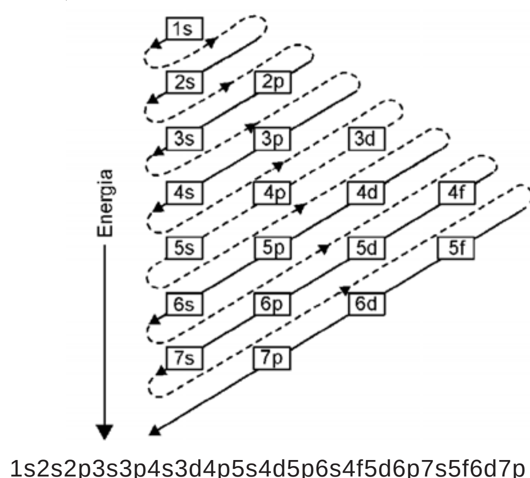
2. NÚMEROS QUÂNTICOS

Símbolo	Nº Quântico	Significado	Valores
n	Principal	Nível de energia	1, 2, 3, 4, 5, 6, 7
ℓ	Secundário	Subnível de energia	0, 1, 2, 3
m	Magnético Orbital	Localização do Orbital	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3
s	Magnético de Spin	Giro do Elétron	- ½ ↑ e + ½ ↓

n	Símbolo	Nº máximo de elétrons
1	K	2
2	L	8
3	M	18
4	N	32
5	O	32
6	P	18
7	Q	8

ℓ	Símbolo	Nº Máx. de elétrons	Nº de Orbitais
0	s	2	1
1	p	6	3
2	d	10	5
3	f	14	7

Orbital: Região no espaço onde há probabilidade máxima de se encontrar o elétron.



1s2s2p3s3p4s3d4p5s4d5p6s4f5d6p7s5f6d7p

$4d^6$ (nível → 4; subnível → d; nº de elétrons → 6)	<u>Regra de Hund</u> ex.: $4d^7$ ↑↓ ↑↓ ↑ ↑ ↑ $3p^3$ ↑ ↑ ↑

Obs$_1$.: Princípio da exclusão de Pauli: no mesmo orbital pode haver no máximo 2 elétrons de spins contrários.

Obs$_2$.: Elétron diferenciador → subnível mais energético.

Obs$_3$.: Elétron mais externo ou elétron de valência → nível mais externo.

Obs$_4$.: Elétron desemparelhado → sozinho dentro de um orbital.

Obs$_5$.: Nem sempre o mais externo é o mais energético.

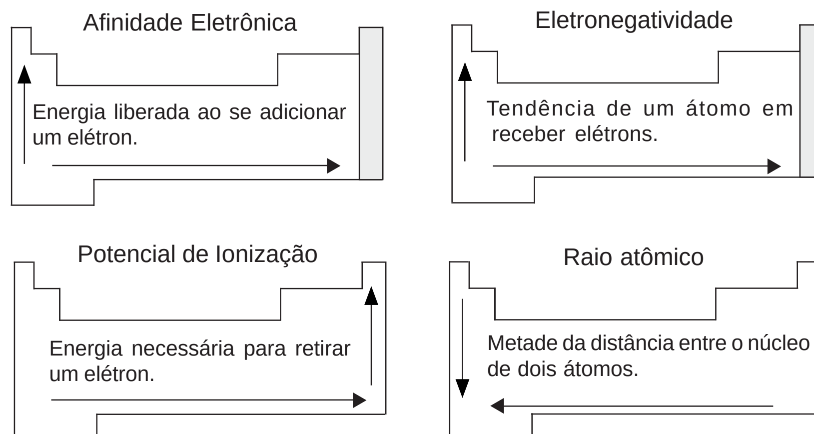
5s → ℓ ∴ E = 5

4s → n = 4 e ℓ = 2 ∴ E = n + ℓ ∴ E = 6

5s é o mais externo pois n = 5, maior que o n do 4d, que é quatro. Já a energia (E = n + ℓ) do 4d é maior.

3. TABELA PERIÓDICA

- **Propriedades Periódicas** ⇒ em ordem crescente.



Obs.: Em caso de íons isoeletrônicos (mesmo nº de elétrons), quanto maior a carga nuclear (Z), menor o raio do íon.

4. LIGAÇÕES QUÍMICAS

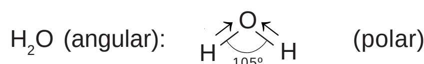
		Propriedades dos Compostos	**Exemplo**
Iônica, Eletrovalente ou Heteropolar (transferência de e^-)	e^- metal + ametal (cátion) (ânion)	P.F. e P.E. elevados Agregado Iônico Sólido na temperatura ambiente Conduz eletricidade fundido ou aquoso	$Ca^{+2}Cl_2^{-1}$
Covalente ou Molecular (compartilhamento de e^-)	ametal + ametal H + ametal	P.F. e P.E. baixos Polares e Apolares Não conduz eletricidade puro	H_2O (polar) O_2 (apolar)
Metálica (cátions imersos em nuvem de elétrons)	metal + metal	P.F. e P.E. elevados Bons condutores de eletricidade e calor Brilho metálico	Cu, Zn, Latão (Cu + Zn)
Dipolo Permanente	Moléculas Polares	"Média" atração	HCl
Ligações de Hidrogênio	H + F, O, N	Elevados P.F. e P.E. Forte atração	H_2O, NH_3
Dipolo-Induzido	Moléculas Apolares	Dipolos instantâneos, molécula apolar Fraca atração - baixo P.F. e P.E.	O_2, CO_2
Hibridação de Orbitais	**Ângulo entre híbridos**	**Estrutura geométrica**	**Exemplos**
sp^3	109º28'	Tetraédrica	CH_4
sp^2	120º	Trigonal plana	C_2H_4, BF_3
sp	180º	Linear	C_2H_2, CO_2

Obs.: Ligações sigma (σ) e pi(π)

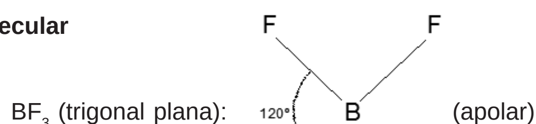


As ligações não são necessariamente nesta ordem.

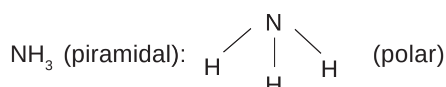
Geometria molecular



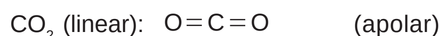
(polar)



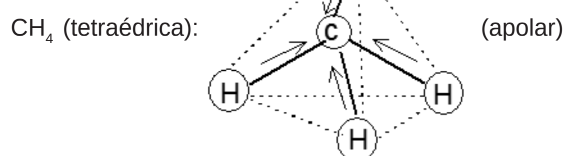
(apolar)



(polar)



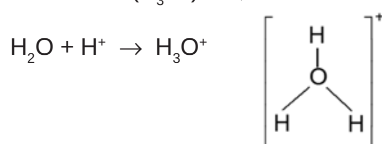
(apolar)



(apolar)

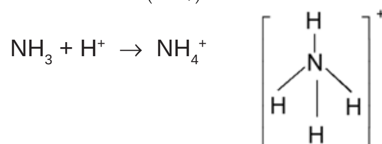
Obs.: Íon hidrônio (H_3O^+)

$H_2O + H^+ \rightarrow H_3O^+$



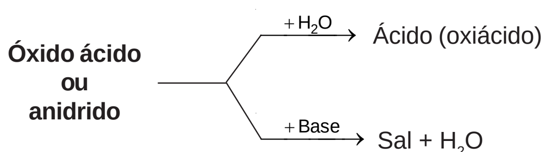
Íon amônio (NH_4^+)

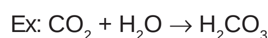
$NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$

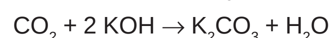


5. FUNÇÕES INORGÂNICAS

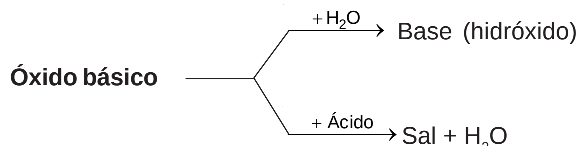
5.1. Óxido: composto binário oxigenado onde o oxigênio é o elemento mais eletronegativo.

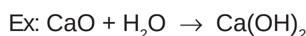


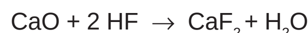




deve-se adicionar H_2O ao anidrido.



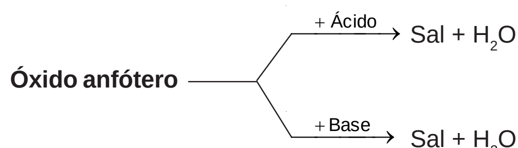




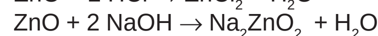




deve-se adicionar H_2O ao anidrido.







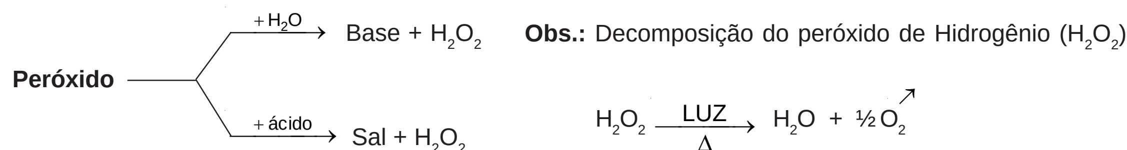
comporta-se como anidrido, logo, deve-se adicionar H_2O.

Obs.: Principais metais que formam anfóteros: Zn, Al, Sn e Pb

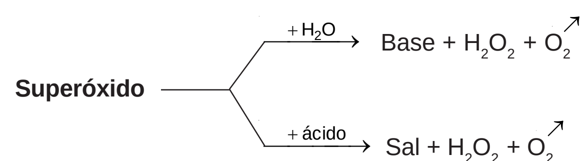
Óxido salino ⇒ X_3O_4

Óxidos neutros ou inertes ⇒ CO, N_2O (óxido nitroso) e NO (óxido nítrico)

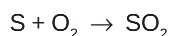
Peróxido: Nº de oxidação do O = -1



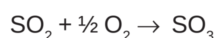
Superóxido: Nº de oxidação do O = -1/2



Obs.: Obtenção do ácido sulfúrico (processo de contato)



$S + O_2 \rightarrow SO_2$



$SO_2 + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow SO_3$

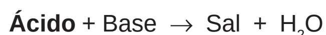


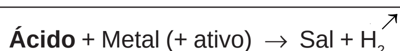
$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$

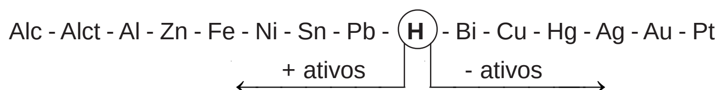
5.2. Ácidos

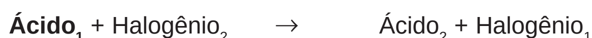
- *Oxiácidos*: ácidos que contêm oxigênio. Ex.: H_2SO_4

- *Hidrácidos*: ácidos que não contêm oxigênio. Ex.: HCl









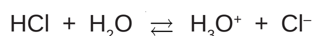


Obs$_1$.: H_3PO_4 (ácido fosfórico) .... 3 H ácidos
H_3PO_3 (ácido fosforoso) .... 2 H ácidos
H_3PO_2 (ácido hipofosforoso) .... 1 H ácido

Obs$_2$.: Ácidos fortes: Oxiácidos → Diferença entre O e H (ácido) é maior ou igual a 2.
Hidrácidos → HI, HBr e HCl

Ácidos fracos: Oxiácidos → Diferença entre O e H (ácido) é menor que 2.
Hidrácidos → HF, H_2S e ácidos com C

Obs$_3$.: Teoria de Arrhenius



$$HCl + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + Cl^-$$

5.3. Bases ou hidróxidos

Metal + OH^- ⇒ $Me(OH)_x$ onde x = nº de oxidação do metal

Principais números de oxidação:

	n. o. x.
metais alcalinos e Ag	+ 1
metais alcalinoterrosos, Zn e Cd	+ 2
Al e Bi	+ 3
F	- 1
Fe, Co, Ni	+2 e +3
Cu, Hg	+1 e +2
Sn, Pb	+2 e +4
Au	+1 e +3



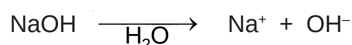
Metal alcalino ou metal alcalinoterroso + H_2O → **base** + $H_2\uparrow$



$NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4OH$ (hidróxido de amônio)

Obs$_1$.: Bases fortes: Hidróxidos alcalinos e alcalinoterrosos exceto Be e Mg.
Bases fracas: todas as demais.

Obs$_2$.: Teoria de Arrhenius



$$NaOH \xrightarrow[H_2O]{} Na^+ + OH^-$$

Obs$_3$.: Indicadores:

Indicador	Meio ácido	Meio básico
Tornassol	Vermelho*	Azul
Fenolftaleína	Incolor	Vermelho*

* Pode ser rosa

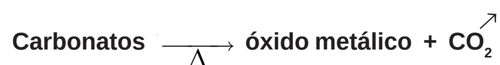
5.4. Sais

Metal + Radical do ácido $\Rightarrow$ sal

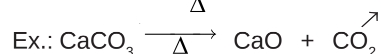
Obs.: nomenclatura dos sais

Ácido	*Sal*
OSO	ITO
ICO	ATO
ÍDRICO	ETO

- **Calcinação:**



Carbonatos $\xrightarrow[\Delta]{}$ **óxido metálico + $CO_2\uparrow$**



Ex.: $CaCO_3 \xrightarrow[\Delta]{} CaO + CO_2\uparrow$



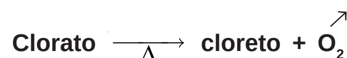
Bicarbonato $\xrightarrow[\Delta]{}$ **carbonato + $CO_2\uparrow$ + H_2O**



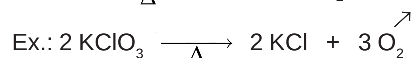
Alcalino $\xrightarrow[\Delta]{}$ **alcalino**



Ex.: $2\ NaHCO_3 \xrightarrow[\Delta]{} Na_2CO_3 + CO_2\uparrow + H_2O$ (fermento)



Clorato $\xrightarrow[\Delta]{}$ **cloreto + $O_2\uparrow$**



Ex.: $2\ KClO_3 \xrightarrow[\Delta]{} 2\ KCl + 3\ O_2\uparrow$

- **Reações de dupla-troca**



$Ácido_1 + Sal_2 \longrightarrow Ácido_2 + Sal_1$



$Hidróxido_1 + Sal_2 \longrightarrow Hidróxido_2 + Sal_1$



$Sal_1 + Sal_2 \longrightarrow Sal_3 + Sal_4$

* **Regra de Berthollet**

Formar uma substância menos solúvel ou mais fraca ou mais volátil.



Principais sulfato de bário $\Rightarrow$ $BaSO_4$



Precipitados: carbonato de cálcio $\Rightarrow$ $CaCO_3$



carbonato de bário $\Rightarrow$ $BaCO_3$



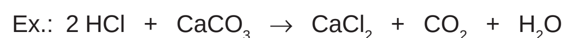
cloretos, brometos e $\Rightarrow$ AgCl, AgBr, AgI,



iodetos de prata $PbCl_2$, $PbBr_2$, PbI_2.

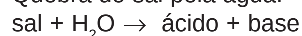


e chumbo II

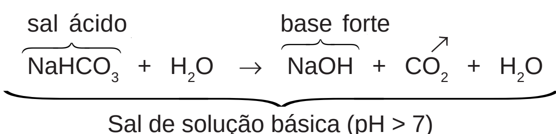


Ex.: $2\ HCl + CaCO_3 \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$

Hidrólise $\rightarrow$ Quebra do sal pela água.



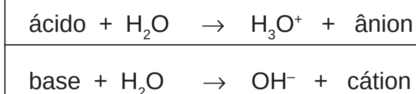
$sal + H_2O \rightarrow ácido + base$



$\underbrace{\overbrace{NaHCO_3}^{\text{sal ácido}} + H_2O \rightarrow \overbrace{NaOH}^{\text{base forte}} + CO_2\uparrow + H_2O}_{\text{Sal de solução básica (pH > 7)}}$

6. TEORIAS ÁCIDO-BASE

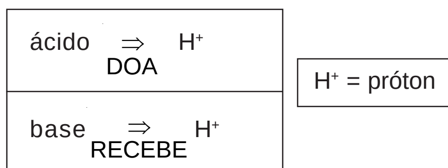
A) Arrhenius:



ácido + H_2O → H_3O^+ + ânion

base + H_2O → OH^- + cátion

B) Brönsted-Lowry:

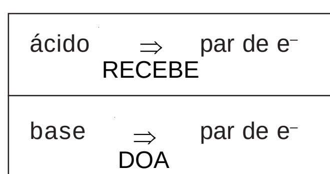


ácido $\Rightarrow$ H^+
DOA

base $\Rightarrow$ H^+
RECEBE

H^+ = próton

C) Lewis:



ácido $\Rightarrow$ par de e^-
RECEBE

base $\Rightarrow$ par de e^-
DOA

Principais (Lewis):

Ácidos:	íons + , BF_3 e $AlCl_3$
Bases:	íons - , H_2O e NH_3

7. CONCEITOS FUNDAMENTAIS

Átomo padrão $\Rightarrow$ C^{12} = isótopo 12 do carbono

C^{12} = 1 u.m.a. (unidade de massa atômica)

Massa molar é a massa em gramas cujo valor coincide com a massa atômica e com a massa molecular e se refere a 1 mol de átomos ou de moléculas.

1 mol de qualquer gás ou vapor = 6,02 . 10^{23} moléculas = 22,4 L
CNTP
T = 0ºC ou 273 K e P = 1 atm ou 760 mmHg.

8. ESTADO GASOSO

A) Equação de Clapeyron $\Rightarrow$ **P . V = n . R . T**

$n = \dfrac{m}{Mol}$

$R = 0{,}082 \dfrac{atm\,L}{K.Mol}$

B) Densidade: $d = \dfrac{m}{V}$

C) Princípio de Avogadro (gases):

- Volumes iguais
- Mesmas condições de temperatura e pressão
- Mesmo número de moléculas ou mols

9. SOLUÇÕES

- Misturas Homogêneas ou Solução

Solução = soluto + solvente

Solução
- não saturada
- saturada
- supersaturada

- Coeficiente de solubilidade (solubilidade)

Quantidade máxima de soluto dissolvido em uma determinada quantidade de solvente (em geral 100 g de H_2O) a uma dada temperatura.

ex.: A 0ºC 35,7 g de NaCl saturam 100 g de água.

Unidades de Concentração:

Concentração	EM / GERAL	SOLUTO / SOLUÇÃO

A) ***Concentração comum***

$$C = \frac{m_1}{V} \quad (g/L)$$

m_1........ massa do soluto
V.......... volume da solução

B) ***Concentração em quantidade de matéria (molaridade)***

$$M = \frac{n_1}{V} \quad (mol/L)$$

$$n_1 = \frac{m_1}{Mol_1}$$

n_1......... nº de mols do soluto
Mol_1 ..... massa molar do soluto

Diluição de Soluções

$$C_1V_1 = C_2V_2$$

$$M_1V_1 = M_2V_2$$

$$V_2 = V_1 + V_{H_2O}$$

- Mistura de Soluções de mesmo Soluto

$$C_fV_f = C_1V_1 + C_2V_2 \; + \; ...$$

$$M_fV_f = M_1V_1 + M_2V_2 \; + \; ...$$

$$V_f = V_1 + V_2 \; + \; ...$$

10. PROPRIEDADES COLIGATIVAS

A adição de um soluto a um solvente provoca:

↓ Pressão de vapor
↑ Ponto de ebulição
↓ Ponto de congelação
↑ Pressão osmótica

π = MRTi (fórmula da pressão osmótica)

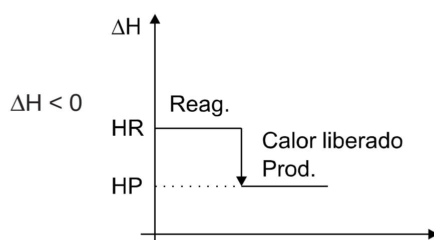
11. TERMOQUÍMICA

- Calor associado às reações químicas.

Reações	Exotérmicas	⇒	liberam calor
	Endotérmicas	⇒	absorvem calor

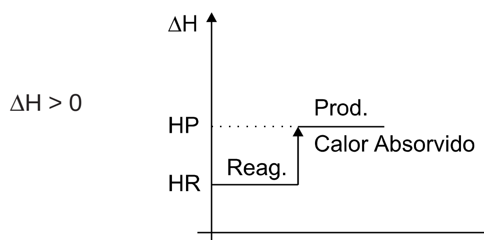
- Reação Exotérmica





- Reação Endotérmica





Obs.: "O calor de formação de uma substância simples em seu estado de agregação mais comum é igual a zero".

Ex.: O hidrogênio é um gás nas condições ambientes (T = 25ºC e p = 1 atm). Logo, o estado gasoso é o estado de agregação mais comum do elemento hidrogênio e então:

$$\Delta H_{f_{H_{2(g)}}} = 0$$

- Tipos de Calores de Reação ou Entalpia

A) Entalpia de Combustão $\boxed{\Delta H_{combustão} < 0}$

Calor liberado na combustão completa de **1 mol** de uma substância no estado padrão.

B) Entalpia de Formação

$\boxed{\Delta H_F > 0 \text{ ou } \Delta H_F < 0}$

Calor liberado ou absorvido na formação de **1 mol** de uma substância por síntese direta a partir das substâncias no estado padrão.



A fórmula a aplicar será:

$$\Delta H = n' \Delta H_{f(C)} + n'' \Delta H_{f(D)} - n_1 \Delta H_{f(A)} - n_2 \Delta H_{f(B)} \quad (II)$$

onde:

$\Delta H_{f(A)}$ .... entalpia de formação de A
$\Delta H_{f(B)}$ .... entalpia de formação de B
$\Delta H_{f(C)}$ .... entalpia de formação de C
$\Delta H_{f(D)}$ .... entalpia de formação de D

C) Entalpia de Ligação

Ligação Rompida:	ΔH > 0
Ligação Formada:	ΔH < 0

Calor liberado ou absorvido na formação ou no rompimento de 1 mol de ligações de uma substância.

- Lei de Hess

ΔH da reação depende apenas dos estados inicial e final da reação.

Consequências:

1ª) As equações termoquímicas podem ser somadas algebricamente.
2ª) Invertendo-se a equação termoquímica, muda-se o sinal do ΔH.
3ª) Multiplicando-se ou dividindo-se a equação por um certo número ≠ de zero o ΔH fica multiplicado ou dividido por este mesmo valor.

12. CINÉTICA QUÍMICA

Velocidade média = $-\Delta[\ ] / \Delta \text{ tempo}$

- Lei da ação das massas

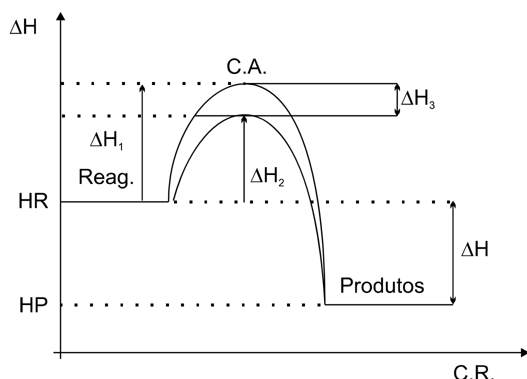


aA + bB → cC + dD $V = K[A]^a \cdot [B]^b$

Obs.: Reações que ocorrem em etapas: $V = V_{\text{etapa lenta}}$

- **Catálise:** - Catalisador **aumenta** a velocidade da reação sem ser consumido.
  - Diminui a energia de ativação; não altera a ΔH da reação.

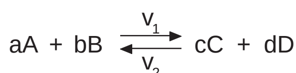
ex.: Reação exotérmica com **Catalisador**.



ΔH ⇒ Variação da entalpia da reação.
ΔH_1 ⇒ Energia de ativação sem catalisador.
ΔH_2 ⇒ Energia de ativação com catalisador.
ΔH_3 ⇒ Abaixamento da energia de ativação.
C.A. ⇒ Complexo ativado.

13. EQUILÍBRIO QUÍMICO

- Sistemas Homogêneos reversíveis.



$$aA + bB \underset{v_2}{\overset{v_1}{\rightleftarrows}} cC + dD$$

Equilíbrio químico: $v_1 = v_2$

v_1 ⇒ Velocidade da reação direta.
v_2 ⇒ Velocidade da reação inversa.

- Constante de Equilíbrio

$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

$$K_p = \frac{p_C^c \cdot p_D^d}{p_A^a \cdot p_B^b}$$

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$$

$$\Delta n = n_p - n_R$$

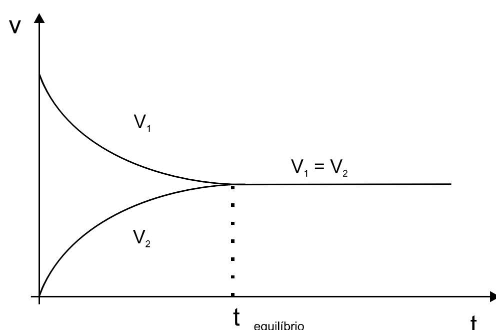
onde R = 0,082

T ⇒ Kelvin

Δn ⇒ variação do número de mols gasosos

Sistemas Heterogêneos **só os gases** são considerados.

- Graficamente



- Deslocamento do Equilíbrio Químico

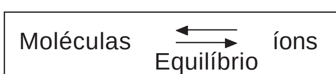
Princípio de Le Chatelier

A) Aumento de pressão $\xrightarrow{\text{desloca}}$ menor volume (menor número de mols).

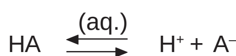
B) Aumento de temperatura $\xrightarrow{\text{desloca}}$ reação endotérmica.

C) Aumento da concentração $\xrightarrow{\text{desloca}}$ reação que consome.

14. EQUILÍBRIO IÔNICO



- Constante de Equilíbrio Iônico (K_i)



$$K_i = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]}$$

$$K_i = M\alpha^2$$

Quanto maior K_i e α, **mais forte** o eletrólito.

- Equilíbrio Iônico da Água



$K_w = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}\ (mol/L)^2$

Produto iônico da H_2O a 25 ºC

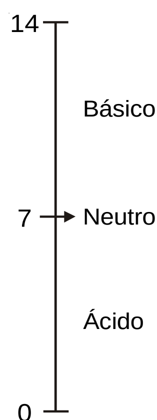
Potencial hidrogeniônico e Potencial hidroxiliônico

$pH = -\log [H^+]$	$pH = \log \frac{1}{[H^+]}$
$pOH = -\log [OH^-]$	$pOH = \log \frac{1}{[OH^-]}$

$pH + pOH = 14$

Solução Neutra	$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$	$pH = pOH = 7$
Solução Ácida	$[H^+] > 10^{-7}$	$pH < 7$
Solução Básica	$[H^+] < 10^{-7}$	$pH > 7$

- Escala de pH a 25 ºC



- Solução Tampão

Ácido
ou fracos + sal corrrespondente
Base

$$pH = pK_a + \log \frac{[SAL]}{[ÁCIDO]}$$

onde K_a e K_b são as constantes de ionização do ácido e da base correspondentes.

$$pOH = pK_b + \log \frac{[SAL]}{[BASE]}$$

- Hidrólise Salina

A) Ácido e Base Fortes → Solução neutra pH = 7.
B) Ácido e Base Fracos → Depende do K_a e do K_b.
C) Ácido Forte e Base Fraca → Solução ácida pH < 7.
D) Ácido Fraco e Base Forte → Solução básica pH > 7.

- Produto de solubilidade (K_{ps})

Soluções saturadas.
Eletrólitos pouco solúveis.

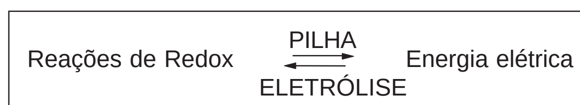
Kps > produto dos íons ⇒ insaturada
Kps = produto dos íons ⇒ saturada



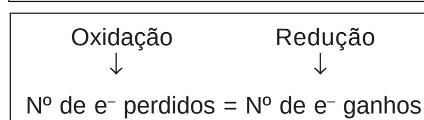
Ex.: $Ca_3(PO_4)_2 \rightleftarrows 3Ca^{+2} + 2\,PO_4^{-3}$

$K_{ps} = [Ca^{+2}]^3 \cdot [PO_4^{-3}]^2$

15. ELETROQUÍMICA



Reações de Redox $\underset{\text{ELETRÓLISE}}{\overset{\text{PILHA}}{\rightleftarrows}}$ Energia elétrica



Oxidação ↓ Redução ↓

Nº de e^- perdidos = Nº de e^- ganhos

Oxidou ⇒ Nox aumentou ⇒ perdeu e^- ⇒ Ag. redutor

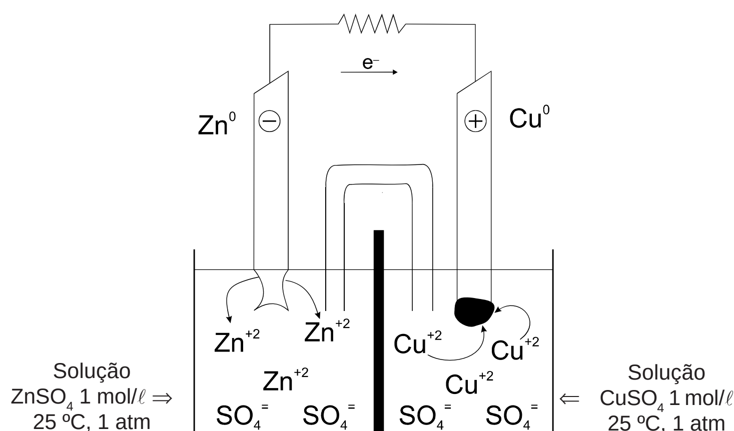
Reduziu ⇒ Nox diminuiu ⇒ ganhou e^- ⇒ Ag. oxidante

A) Pilha



Reações de Redox $\xrightarrow{\text{PRODUZ}}$ Corrente elétrica

- Pilha de Daniell



Eletrodo de Zn	Eletrodo de Cu
Ânodo (-) Oxidação Semirreação $Zn^0 - 2\,e^- \rightarrow Zn^{+2}$ Lâmina fica corroída Aumenta a concentração de Zn^{+2}	Cátodo (+) Redução Semirreação $Cu^{+2} + 2\,e^- \rightarrow Cu^0$ Lâmina fica aumentada Diminui a concentração de Cu^{+2}
Reação total: $Zn + Cu^{+2} \rightarrow Cu + Zn^{+2}$ $\Delta E^0 = +1{,}10$ V	
Esquema: $Zn / Zn^{+2} // Cu^{+2} / Cu^0$	

- Cálculo de ΔE^0 ou d.d.p das pilhas de concentração 1 mol/ℓ a 25 ºC

$$\Delta E^0 = E^0_{\text{redução cátodo}} + E^0_{\text{oxidação ânodo}}$$

- Equação de Nernst

$$\Delta E = \Delta E^0 - \frac{0{,}059}{n} \cdot \log Q$$

n ⇒ nº de e^- transferidos na reação

Q ≅ K_c da reação

ΔE^0 = potencial padrão (1 mol/ℓ)

ΔE = potencial fora da concentração padrão (1 mol/ℓ)

B) Eletrólise

Corrente elétrica —PROVOCA→ reações de Redox

1) Ígnea (substância no estado fundido):

metal (cátodo / redução) não metal (ânodo / oxidação)

2) Solução aquosa

Tabelas para prioridade de descarga

Cátions		Ânions	
Alc^{+}	↓ potencial de redução crescente	↑ potencial de oxidação crescente	I^{-}
Alc.-Terr.$^{+2}$			Br^{-}
Al^{+3}			Cl^{-}
H			ânions orgânicos R-COO^{-}
Zn^{+2}			OH^{-}
Fe^{+2}			ânions oxigenados { SO_4^{-2}, NO_3^{-}, PO_4^{-3}, etc
Ni^{+2}			F^{-}
Sn^{+2}			
Pb^{+2}			
Bi^{+3}			
Cu^{+2}			
Hg^{+2}			
Ag^{+}			
Au^{+3}			
Pt^{+2}			

Cátodo ⇒ Íon + de maior potencial de redução
Ânodo ⇒ Íon – de maior potencial de oxidação
Íons restantes ficam na solução aquosa

Lei de Faraday

1 Mol e^{-} = 96500 C = 1F (Faraday)

Q = i . t

Q .... carga elétrica (C)

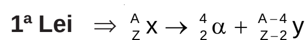
i .... corrente (A)

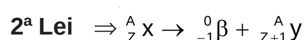
t .... tempo (s)

16. RADIOATIVIDADE

Emissão de partículas e radiações por núcleos instáveis.

Radiação	Representação	Carga	Massa	Características
Alfa	$^{4}_{2}\alpha$	+ 2	4	2 prótons e 2 nêutrons
Beta	$^{0}_{-1}\beta$	– 1	0	Gerada pela decomposição de um nêutron
Gama	$^{0}_{0}\gamma$	0	0	Ondas eletromagnéticas

1ª Lei 
$\Rightarrow {}^{A}_{Z}x \rightarrow {}^{4}_{2}\alpha + {}^{A-4}_{Z-2}y$

2ª Lei 
$\Rightarrow {}^{A}_{Z}x \rightarrow {}^{0}_{-1}\beta + {}^{A}_{Z+1}y$

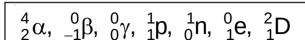
Meia-vida (T)

- Tempo para desintegrar a metade da massa radioativa.

$$m = \frac{m_0}{2^{t/T}}$$

m_0 .... massa inicial
m .... massa final
t .... tempo
T .... meia-vida

Resumo das partículas:


${}^{4}_{2}\alpha,\ {}^{0}_{-1}\beta,\ {}^{0}_{0}\gamma,\ {}^{1}_{1}p,\ {}^{1}_{0}n,\ {}^{0}_{1}e,\ {}^{2}_{1}D$

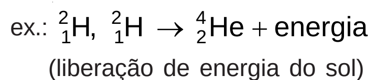
Fissão Nuclear

Núcleo Grande + Partícula Acelerada → Núcleos Menores + nêutrons + energia

ex.: Fissão artificial do U^{235} em reatores.

Fusão Nuclear

Síntese de Núcleos → Núcleo maior (mais estável) + energia


ex.: ${}^{2}_{1}H,\ {}^{2}_{1}H \rightarrow {}^{4}_{2}He + \text{energia}$

(liberação de energia do sol)

ÍNDICE

pH

FORMULÁRIO DE QUÍMICA ORGÂNICA

1. Propriedades do Carbono 20
2. Cadeias Carbônicas 20
3. Hidrocarbonetos 21
4. Funções Químicas 22
5. Isomeria 24
6. Reações da Química Orgânica 26
Reações de Adição 26
Reações de Substituição 28
Reações de Eliminação 31
Reações de Oxidação 32
Reações de Redução 33
Tabela Periódica 35

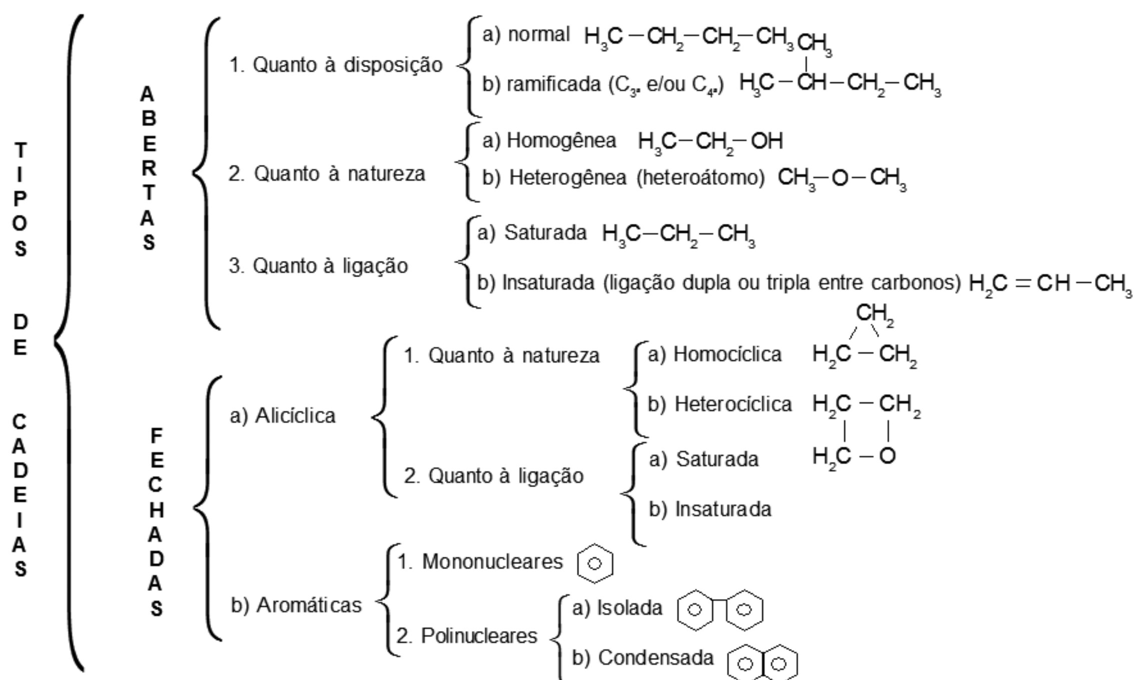
AUTOR: PEDRO CESAR G. FIORETT
"TODOS OS DIREITOS RESERVADOS POR CURSO PH LTDA."

1. PROPRIEDADES DO CARBONO

- Tetravalente
- Ligações: simples
  duplas
  triplas

- Carbono
- primário (ligado a um C ou a nenhum C)
- secundário (ligado a dois C's)
- terciário (ligado a três C's)
- quaternário (ligado a quatro C's)

2. CADEIAS CARBÔNICAS:



- Principais Radicais

Radical	Nome
CH_3-	metil
CH_3-CH_2-	etil
$CH_3-CH_2-CH_2-$	propil
$CH_3-CH(-)-CH_3$	isopropil
$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-$	butil
$CH_3-CH_2-CH(-)-CH_3$	sec-butil
$CH_3-C(CH_3)(-)-CH_3$	terc-butil
$CH_3-CH(CH_3)-CH_2-$	isobutil
$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-$	pentil
$CH_3-CH(CH_3)-CH_2-CH_2-$	isopentil
$CH_3-C(CH_3)_2-CH_2-$	neopentil

Radical	Nome
$CH_2=CH-$	etenil ou vinil
$CH_2=CH-CH_2-$	alil
$-CH_2-$	benzil
CH_3	o-toluil
CH_3	m-toluil
CH_3	p-toluil
	fenil
	α-naftil
	β-naftil

Nomenclatura:

Nº. de carbonos	Prefixo
1	MET
2	ET
3	PROP
4	BUT
5	PENT
6	HEX
7	HEPT
8	OCT
9	NON
10	DEC
11	UNDEC
12	DODEC
20	EICOS

3. HIDROCARBONETOS

	Característica		Fórmula geral	Nomenclatura oficial	Exemplos	Nomes
Alcanos	Cadeia Aberta	Saturada	C_nH_{2n+2}	.........+ ANO prefixo	$H_3C-CH_2-CH_2-CH_3$	Butano
Alcenos		1 Dupla	C_nH_{2n}	........+ ENO prefixo	$H_2C=CH-CH_2-CH_3$	But-1-eno
Alcinos		1 Tripla	C_nH_{2n-2}	.........+ INO prefixo	$HC\equiv CH$	Etino (Acetileno)
					$HC\equiv C-CH_2-CH_3$	But-1-ino
Alcadienos		2 Duplas	C_nH_{2n-2}	.........+ ADIENO prefixo	$H_2C=C=CH_2$	Propadieno
					$H_2C=C=CH-CH_3$	Buta-1,2-dieno
					$H_2C=CH-CH=CH-CH_3$	Penta-1,3-dieno
Ciclanos ou Cicloalcanos	Cadeia Fechada	Saturada	C_nH_{2n}	CICLO..........+ ANO prefixo	H_2C-CH_2 | | H_2C-CH_2	Ciclobutano
Ciclenos ou Cicloalquenos		1 Dupla	C_nH_{2n-2}	CICLO..........+ ENO prefixo	H_2C-CH | ‖ H_2C-CH	Ciclobuteno
Aromáticos ou Arenos		Um ou mais núcleos benzênicos		..........+ BENZENO radical	⌬$-CH_3$	Metilbenzeno (Tolueno)

4. FUNÇÕES QUÍMICAS

Funções		Grupo Funcional	Fórmula Geral		Nomenclatura: Oficial	Nomenclatura: Usual	Exemplo	Exemplo
Haletos Org.	Derivados Monohalogenados	- X (X=F, Cl, Br, I)	R - X ou Ar - X	-	..............+.............. nome do halogênio, nome do hc de origem	.... + ... Haleto + nome do radical monovalente	$CH_3-CH(Br)-CH_3$	2-Bromopropano brometo de isopropila
Haletos Org.	Derivados di-halogenados	2 Halogênios no mesmo C	$-C(X_2)-$	-	..............+.............. nome do halogênio, nome do hc de origem	............+............ haleto, nome do radical divalente	$CH_3-CH(Cl)-Cl$	1,1-Dicloroetano
Haletos Org.	Derivados di-halogenados (vicinais)	2 Halogênios em carbonos vizinhos	$-C(X)-C(X)-$	-	..............+.............. nome do halogênio, nome do hc de origem	............+............ haleto, nome do radical divalente	$H_3C-CH(F)-CH_2(F)$	1,2-Diflúorpropano
Haletos Org.	Derivados di-halogenados (isolados)	2 Halogênios em C não vizinhos	$-C(X)-(C)_n-C(X)-$	-	..............+.............. nome do halogênio, nome do hc de origem	............+............ haleto, nome do radical divalente	$H_2C(I)-CH_2-CH_2-CH_2(I)$	1,4-Diiodobutano
Álcoóis	Primários	- OH ligado a carbono saturado	$R-CH_2-OH$	$C_nH_{2n+2}O$	.... +OL nome do hc	1 Álcool+........+ICO radical	H_3C-CH_2-OH	etanol, álcool etílico metilcarbinol
Álcoóis	Secundários	- OH ligado a carbono saturado	$R-CH(R')-OH$	$C_nH_{2n+2}O$	.... +OL nome do hc	1 Álcool+........+ICO radical; 2 ....+ Carbinol radical (is)	$CH_3-CH(OH)-CH_3$	propan-2-ol álcool isopropílico dimetilcarbinol
Álcoóis	Terciários	- OH ligado a carbono saturado	$R-C(OH)(R')-R''$	$C_nH_{2n+2}O$	.... +OL nome do hc	2 ....+ Carbinol radical (is)	$H_3C-C(CH_3)(OH)-CH_3$	metilpropan-2-ol álcool terc-butílico trimetilcarbinol
Fenóis		-OH em C de Núcleo Benzênico	Ar-OH	-	Hidróxi +................. nome do hc	Deriva de nomes próprios (fenol, naftol, ...)	C_6H_5-OH	Hidroxibenzeno fenol
Enóis		-OH ligado a C com dupla	$-C=C(OH)-$	-	.... + OL nome do hc		$H_2C=CH(OH)$	Etenol álcool vinílico
Ácidos Carboxílicos		Carboxila $-C(=O)OH$	$R-C(=O)OH$	$C_nH_{2n}O_2$	Ácido +........+ ÓICO nome do hc	Ácido + ... fonte de origem	$H_3C-C(=O)OH$	Ácido etanóico ácido acético
Cloretos de Ácidos		$-C(=O)Cl$	$R-C(=O)Cl$	-	Cloreto + ... ILA nome do hc	Cloreto + ... nome comum do ácido	$H-C(=O)Cl$	Cloreto de metanoíla cloreto de formila
Anidridos de Ácidos		$-C(=O)-O-C(=O)-$	$R-C(=O)-O-C(=O)-R$	-	Anidrido + ... nome do ácido	Anidrido +.............. nome comum do ácido	$CH_3-CH_2-C(=O)-O-C(=O)-CH_2-CH_3$	Anidrido propanóico anidrido propiônico
Sais de Ácidos		$-C(=O)OM$ M = Metal	$R-C(=O)OM$	-	.....-ICO+ATO+nome nome do ácido do metal	.......-ICO+ATO+nome nome comum do ácido do metal	$H_3C-C(=O)ONa$	Etanoato de sódio acetato de sódio
Ésteres		$-C(=O)-O-R$	$R'-C(=O)-O-R$	$C_nH_{2n}O_2$	.....-ICO+ATO+nome nome do ácido do radical	.......-ICO+ATO+nome nome comum do ácido do radical	$CH_3-CH_2-C(=O)-O-CH_3$	Propanoato de metila propionato de metila

Funções	Grupo Funcional	Fórmula Geral		Nomenclatura		Exemplo	Exemplo
				Oficial	Usual		
Aldeídos	$-C(=O)H$ Carbonila primária	$R-C(=O)H$	$C_nH_{2n}O$	.... + AL nome do hc	**1** Aldeído+............. nome do ácido **2** ....-ICO+Aldeído nome comum do ácido	$H_3C-C(=O)H$	Etanal aldeído acético acetaldeído
Cetonas	$-C(=O)-$ Carbonila secundária	$R-C(=O)-R'$	$C_nH_{2n}O$	.... + ONA nome do hc	Radical Maior+Radical Menor + Cetona	$H_3C-C(=O)-CH_2-CH_2-CH_3$	Pentan-2-ona cetona metílica e propílica
Éteres	$-O-$	$R-O-R'$	$C_nH_{2n+2}O$	...............+.............. nome do radical alcoxi (menor) nome do hc (maior)	Éter +..................+ICO nome dos radicais	$CH_3-O-CH_2-CH_3$	Metoxietano éter etílico e metílico
Aminas — Primárias	$-NH_2$ Amino	$R-NH_2$	—	..................+ AMINA nome do(s) radical(is) ....+ AMINA nome do hc	—	H_3C-NH_2	Metilamina
Aminas — Secundárias	$-NH-$	$R-N(R')-H$	—			$H_3C-N(CH_3)-H$	Dimetilamina
Aminas — Terciárias	$-N<$	$R-N(R')-R''$	—			$H_3C-CH_2-N(CH_3)-CH_2-CH_3$	Dietilmetilamina
Amidas	$-C(=O)NH_2$	$R-C(=O)NH_2$	—	..................+ AMIDA nome do hc	—	$H_3C-C(=O)NH_2$	Etanamida acetamida
Nitrilas	$-CN$	$R-CN$ (ciano)	—	................+ NITRILO nome do hc	**1** ....HC+Nitrila nome vulgar do ácido **2** Cianeto+de+............. nome do radical	H_3C-CN	Etanonitrila acetonitrila cianeto de metila
Isonitrilas (carbilaminas)	$-NC$	$R-NC$ (isociano)	—	............+Carbilamina nome do radical	Isocianeto+de+............. nome do radical	H_3C-NC	Metilcarbilamina isocianeto de metila
Ácidos sulfônicos	$-SO_3H$	$R-SO_3H$	—	Ácido+.........sulfônico nome do hc	—	$H_3C-CH_2-SO_3H$	Ácido etanosulfônico
Nitrocompostos	$-NO_2$	$R-NO_2$		Nitro + ... nome do hidrocarboneto		$C_6H_5-NO_2$	Nitrobenzeno

5. ISOMERIA

- Isomeria (compostos diferentes com a mesma fórmula molecular)
  - Plana
    - de cadeia
    - de posição
    - de compensação ou metameria
    - de função
    - tautomeria
  - Espacial ou Estereoisomeria
    - geométrica
    - óptica

I - Isomeria Plana

Tipo	Características	Exemplo
De cadeia	• Mesma função • Diferem pelo tipo de cadeia	C_5H_{12} $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$ $CH_3-CH_2-CH(CH_3)-CH_3$
De posição	• Mesma função • Mesmo tipo de cadeia • Diferem na posição do grupo funcional, da ramificação ou da insaturação	C_3H_8O $H_3C-CH_2-CH_2-OH$ $H_3C-CH(OH)-CH_3$ C_6H_{14} $H_3C-CH_2-CH(CH_3)-CH_2-CH_3$ $H_3C-CH(CH_3)-CH_2-CH_2-CH_3$ C_4H_8 $H_2C=CH-CH_2-CH_3$ $H_3C-CH=CH-CH_3$
Compensação ou Metameria	• Mesma função • Diferem pela posição do heteroátomo	$C_4H_{10}O$ $CH_3-O-CH_2-CH_2-CH_3$ $CH_3-CH_2-O-CH_2-CH_3$

De função ou Funcional	• Funções diferentes • Principais casos Álcool e éter Aldeído e cetona Ácido e éster	C_2H_6O CH_3-CH_2-OH CH_3-O-CH_3
Tautomeria	• Equilíbrio dinâmico entre: Aldeído ⇌ Enol e Cetona ⇌ Enol	C_2H_4O $H_2C(H)-C(=O)H \rightleftarrows CH_2=C(OH)-H$ aldo-enólica C_3H_6O $H_2C(H)-C(=O)-CH_3 \rightleftarrows CH_2=C(OH)-CH_3$ ceto-enólica

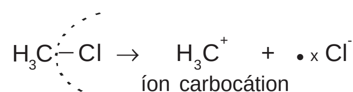
II - Isomeria espacial

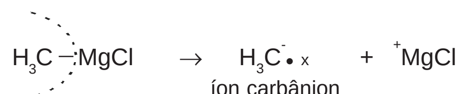
Tipo	Características	Exemplo
Geométrica	$R_1(R_2)C=C(R_3)R_4$ ou (ciclo com R_1, R_2, R_3, R_4) $R_1 \neq R_2$ e $R_3 \neq R_4$	C_4H_8 $H_3C(H)C=C(CH_3)H$ cis $H_3C(H)C=C(H)CH_3$ trans
Óptica	• Carbono assimétrico (quiral) $R_1-C^*(R_2)(R_4)-R_3$ $R_1 \neq R_2 \neq R_3 \neq R_4$ • Compostos com assimetria dita molecular $R_1(R_2)C=C=C(R_3)R_4$ $R_1 \neq R_2$ $R_3 \neq R_4$	$CH_3-C^*H(OH)-C^*H(Cl)-CH_3$ 2 C* diferentes $2^n = 2^2 = 4$ isômeros ativos d_1, d_2, ℓ_1, ℓ_2 → 4 isômeros $2^{n-1} = 2^1 = 2$ misturas racêmicas (oticamente inativas) $d_1\ell_1$, $d_2\ell_2$ → 2 isômeros n = nº de carbonos assimétricos diferentes

6. REAÇÕES DA QUÍMICA ORGÂNICA

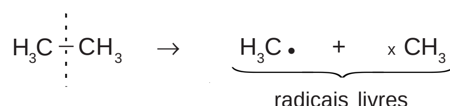
1) Rupturas ou cisões das ligações

a) Heterolíticas





b) Homolíticas



2) Classificação dos reagentes

Eletrofílicos	**Nucleofílicos**
1 - São deficientes em elétrons	1 - São ricos em elétrons
2 - Aceitam um par de elétrons	2 - Doam um par de elétrons
3 - São ácidos de Lewis	3 - São bases de Lewis
4 - São usualmente cátions	4 - Frequentemente são ânions
Ex.: H^+, Br^+, CH_3^+	Ex.: Br^-, $R–NH_2$

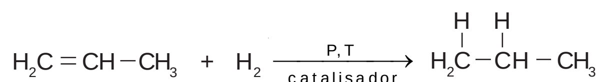
3) Principais Tipos de Reações

3.1. Reações de Adição

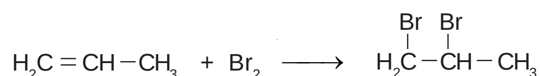
3.1.1. Adição a alcenos

Mecanismo: adição eletrofílica

a) Hidrogenação (reação de Sabatier-Sanderens)

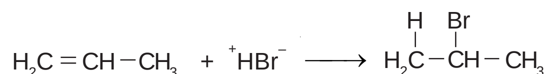


b) Halogenação

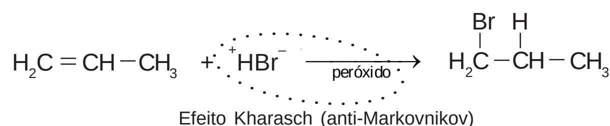


c) Adição de Hidrácidos

Obs.: Regra de Markovnikov: O radical mais eletronegativo irá se adicionar ao carbono menos hidrogenado.

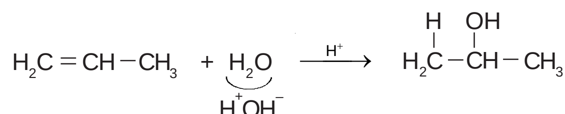


Exceção:



Efeito Kharasch (anti-Markovnikov)

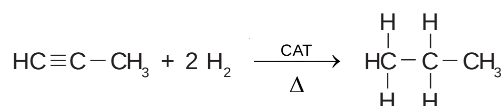
d) Adição de Água (hidratação)



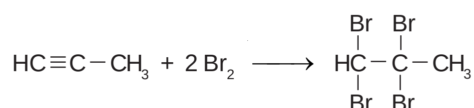
3.1.2. Adição a alcinos

Mecanismo: adição eletrofílica

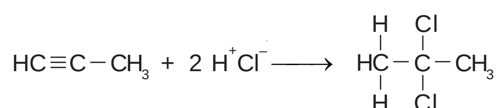
a) Hidrogenação

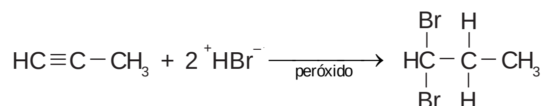


b) Halogenação

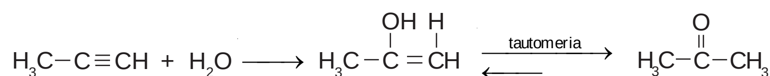


c) Adição de Hidrácidos





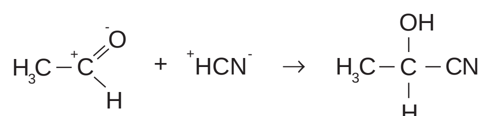
d) Adição de Água (hidratação)



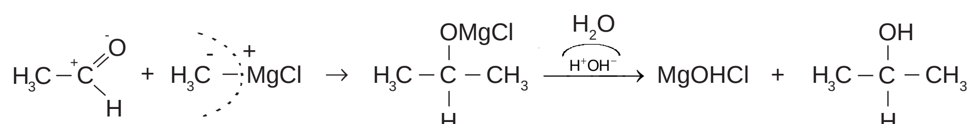
3.1.3. Adição a compostos carbonilados (aldeídos ou cetonas)

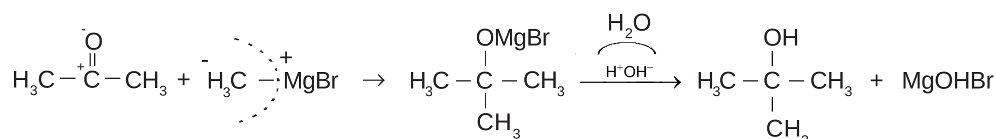
Mecanismo: adição nucleofílica

a) Adição de HCN



b) Adição de compostos de Grignard



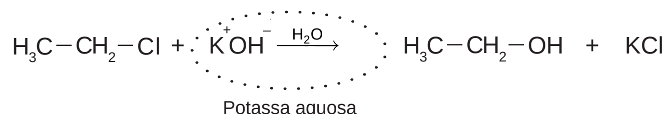


3.2. Reações de Substituição

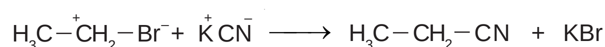
3.2.1. Reações das quais participam derivados halogenados

Mecanismo: Substituição Nucleofílica

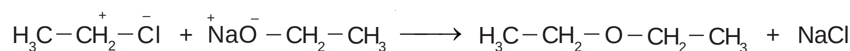
a) Derivado halogenado + KOH em meio aquoso → álcool



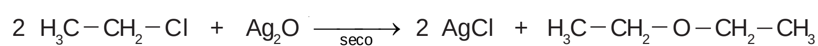
b) Derivado halogenado + KCN

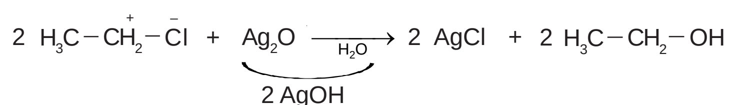


c) Síntese de Williamson

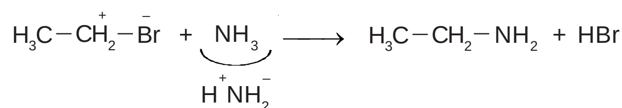


d) Reação de derivado halogenado com óxido de prata

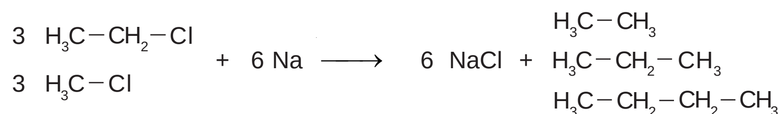




e) Reação de amonólise



f) Síntese de Wurtz

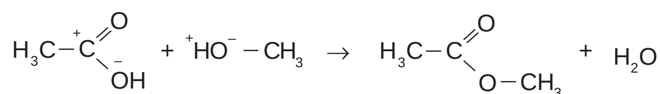


3.2.2. Reações envolvendo ácidos carboxílicos e seus derivados

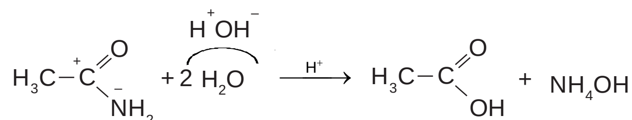
Mecanismo: Substituição Nucleofílica

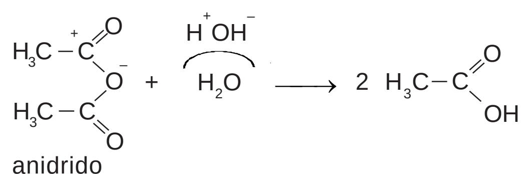
a) Esterificação

Ácido Carboxílico + Álcool $\rightarrow$ Éster + H_2O (Equação Fundamental da Química Orgânica)

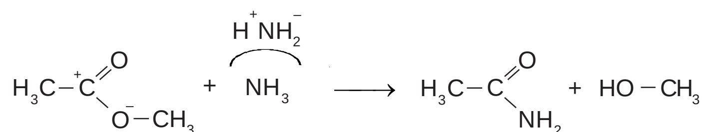


b) Hidrólise

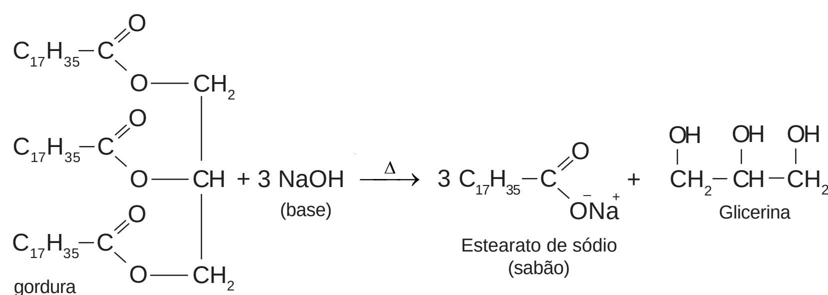




c) Amonólise

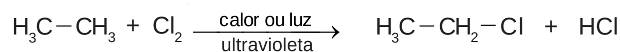


d) Saponificação

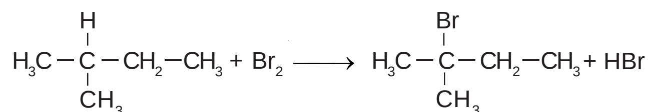


3.2.3. Halogenação de alcanos

Mecanismo: Substituição via radicais livres



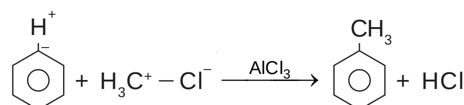
Reatividade dos hidrogênios: $H_{\text{terciário}} > H_{\text{secundário}} > H_{\text{primário}}$



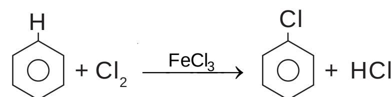
3.2.4. Reações envolvendo o benzeno e seus derivados

Mecanismo: Substituição eletrofílica

a) Alquilação de Friedel-Crafts



b) Halogenação

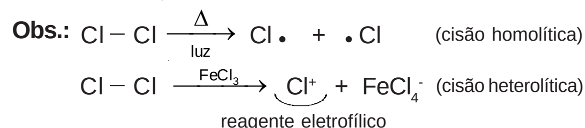


Obs.: Cl – Cl $\xrightarrow[\text{luz}]{\Delta}$ Cl• + •Cl (cisão homolítica)

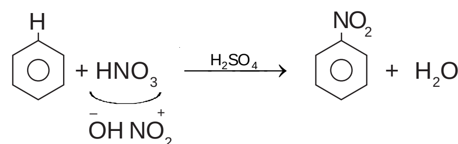
Cl – Cl $\xrightarrow{FeCl_3}$ Cl^+ + $FeCl_4^-$ (cisão heterolítica)

reagente eletrofílico

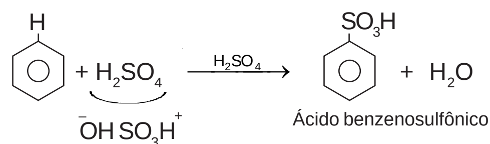
c) Nitração

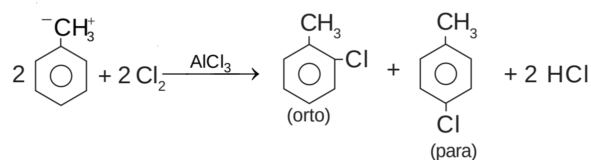


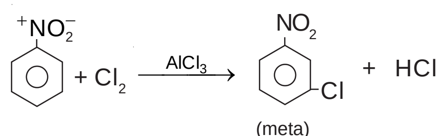
d) Sulfonação



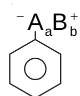
3.2.5. Influência de um radical já presente no anel

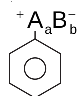




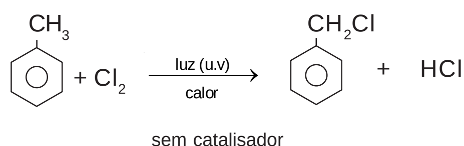


Regra Geral:


Orto-para dirigente ou orientador orto-para.
Ex.: $-CH_3$, $-OH$, $-NH_2$, $-Cl$, $-OCH_3$.

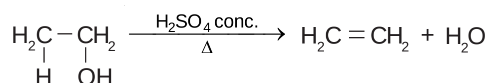

Meta dirigente ou orientador meta.
Ex.: $-NO_2$, $-COOH$, $-SO_3H$.

Mecanismo: substituição via radicais livres

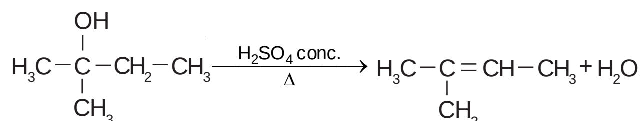


3.3. Reações de Eliminação

3.3.1. Desidratação de álcoois

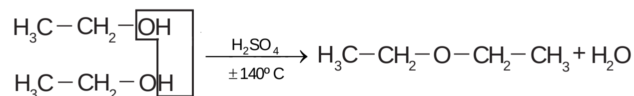


Regra de Saytzeff: Na desidratação de um álcool, elimina-se preferencialmente o hidrogênio do carbono menos hidrogenado adjacente ao carbono do grupo OH.

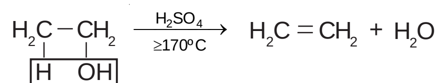


Obs.: Os álcoois podem sofrer dois tipos de desidratação.

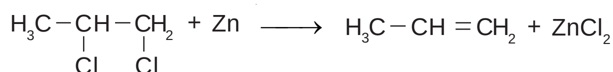
Desidratação Intermolecular



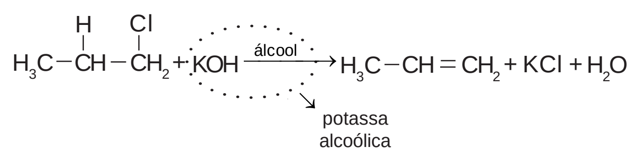
Desidratação Intramolecular



3.3.2. Desalogenação

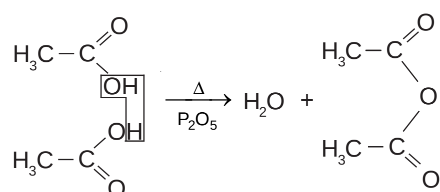


3.3.3. Desidro - Halogenação

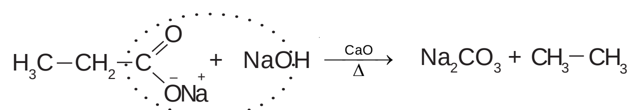


Obs.: Derivado monohalogenado + KOH $\xrightarrow{H_2O}$ álcool
Derivado monohalogenado + KOH $\xrightarrow{\text{álcool}}$ alceno

3.3.4. Desidratação de ácidos



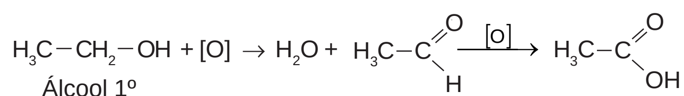
3.3.5. Processo de Dumas

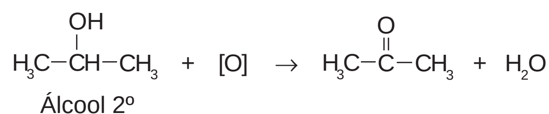


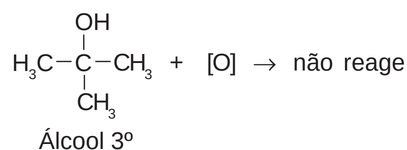
3.4. Reações de Oxidação

3.4.1. Oxidação de Álcoois

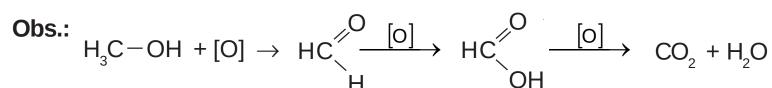
Agente oxidante: $KMnO_4$ ou $K_2Cr_2O_7$





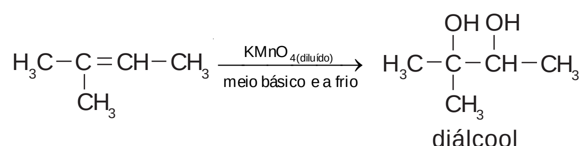


Obs.:



3.4.2. Oxidação de Alcenos

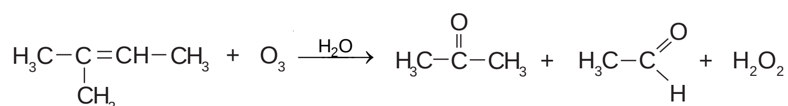
a) oxidação branda (teste de Baeyer)



Obs.: A reação de Baeyer é capaz de distinguir um alceno de um ciclano.

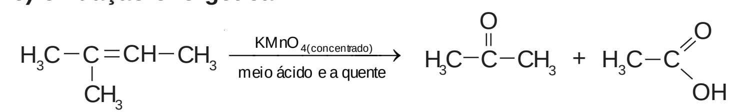
- se o teste der positivo: alceno
- se o teste der negativo: ciclano

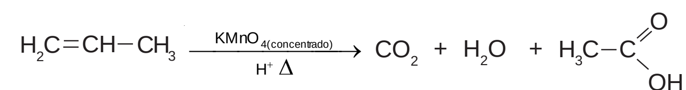
b) ozonólise



Obs.: Se o carbono da dupla for primário ou secundário → produz aldeído.
Se o carbono da dupla for terciário → produz cetona.

c) oxidação energética



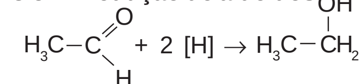


Obs.: Carbono na ligação dupla:

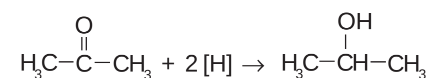
- Primário produz CO_2 e H_2O;
- Secundário produz ácido carboxílico;
- Terciário produz cetona.

3.5. Reações de Redução

3.5.1. Redução de aldeídos



3.5.2. Redução de cetonas



4) Propriedades

4.1. Acidez e Basicidade

A. Efeito indutivo

Efeito indutivo é a tendência de um átomo ou grupo de átomos de atrair ou repelir elétrons.

Radicais eletroatraentes (eletronegativos).

Radicais eletrorrepelentes (eletropositivos).

B. Aplicação do efeito indutivo

1) Acidez
Aumenta com a presença de radicais eletronegativos e diminui com a presença de radicais eletropositivos.

2) Basicidade
Aumenta com a presença de radicais eletropositivos e diminui com a presença de radicais eletronegativos.

C. Acidez

Compostos com caráter ácido:
- Ácidos carboxílicos
- Fenóis

↓ caráter ácido decrescente

D. Basicidade

Compostos com caráter básico:
- Aminas
- Amidas

↓ caráter básico decrescente (aumento na cadeia carbônica)

Obs.: Basicidade das aminas

Secundária > Primária > Terciária > NH_3 > Aromática

4.2. Temperatura de ebulição dos alcanos

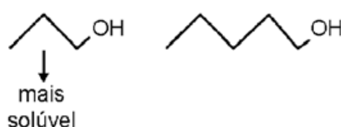
Em isômeros de cadeia, à medida que aumenta a quantidade de ramificações, a temperatura de ebulição diminui, pois há uma diminuição da superfície de contato.

4.3. Interações intermoleculares

- Hidrocarboneto → dipolo - induzido
- Aldeído e Cetona → dipolo - dipolo
- Álcool, Amina e Ácido Carboxílico → ligações de hidrogênio

4.4. Solubilidade dos alcoóis

Quanto maior a cadeia carbônica (parte hidrofóbica) menor a solubilidade.



5. Séries Orgânicas

- Homóloga → mesma função que diferem pela quantidade de CH_2.
- Isóloga → mesma quantidade de átomos de carbono diferindo pela quantidade de H_2.
- Heteróloga → mesma quantidade de átomos de carbono e funções diferentes.

6. Polímeros

6.1. Adição

Formados por sucessivas adições de monômeros. Durante a polimerização ocorre a queda da π.

6.2. Condensação

Formados pela reação de dois monômeros diferentes com a eliminação de pequenas moléculas, geralmente H_2O.

Tabela Periódica dos Elementos

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 2,1 H 1,0																	2 He 4,0
3 1,0 Li 7,0	4 1,5 Be 9,0											5 2,0 B 11,0	6 2,5 C 12,0	7 3,0 N 14,0	8 3,5 O 16,0	9 4,0 F 19,0	10 Ne 20,0
11 0,9 Na 23,0	12 1,2 Mg 24,5											13 1,5 Al 27,0	14 1,8 Si 28,0	15 2,1 P 31,0	16 2,5 S 32,0	17 3,0 Cl 35,5	18 Ar 40,0
19 0,8 K 39,0	20 1,0 Ca 40,0	21 1,3 Sc 45,0	22 1,5 Ti 48,0	23 1,6 V 51,0	24 1,6 Cr 52,0	25 1,5 Mn 55,0	26 1,8 Fe 56,0	27 1,8 Co 59,0	28 1,9 Ni 58,5	29 1,9 Cu 63,5	30 1,6 Zn 65,5	31 1,6 Ga 69,5	32 1,8 Ge 72,5	33 2,0 As 75,0	34 2,4 Se 79,0	35 2,8 Br 80,0	36 Kr 84,0
37 0,8 Rb 85,5	38 1,0 Sr 87,5	39 1,2 Y 89,0	40 1,4 Zr 91,0	41 1,6 Nb 93,0	42 1,8 Mo 96,0	43 1,9 Tc	44 2,2 Ru 101,0	45 2,2 Rh 103,0	46 2,2 Pd 106,5	47 1,9 Ag 108,0	48 1,7 Cd 112,5	49 1,7 In 115,0	50 1,8 Sn 118,5	51 1,9 Sb 122,0	52 2,1 Te 127,5	53 2,5 I 127,0	54 Xe 131,5
55 0,7 Cs 133,0	56 0,9 Ba 137,5	57-71 Lantanídios	72 1,3 Hf 178,5	73 1,5 Ta 181,0	74 1,7 W 184,0	75 1,9 Re 186,0	76 2,2 Os 190,0	77 2,2 Ir 192,0	78 2,2 Pt 195,0	79 2,4 Au 197,0	80 1,9 Hg 200,5	81 1,8 Tl 204,5	82 1,9 Pb 207,0	83 1,9 Bi 209,0	84 2,0 Po	85 2,2 At	86 Rn
87 0,7 Fr	88 0,9 Ra	89-103 Actinídios	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og

Número Atômico	Eletronegatividade
Símbolo	
Massa Atômica Aproximada	

Lantanídios

57 1,1 La 139,0	58 1,1 Ce 140,0	59 1,1 Pr 141,0	60 1,1 Nd 144,0	61 1,1 Pm	62 1,2 Sm 150,5	63 1,2 Eu 152,0	64 1,2 Gd 157,0	65 1,2 Tb 159,0	66 1,2 Dy 162,5	67 1,2 Ho 165,0	68 1,2 Er 167,0	69 1,2 Tm 169,0	70 1,1 Yb 173,0	71 1,2 Lu 175,0

Actinídios

89 1,1 Ac	90 1,3 Th 232,0	91 1,5 Pa 231,0	92 1,3 U 238,0	93 1,3 Np	94 1,2 Pu	95 1,3 Am	96 1,3 Cm	97 1,3 Bk	98 1,3 Cf	99 1,3 Es	100 1,3 Fm	101 1,3 Md	102 1,3 No	103 1,3 Lr



Número de Avogadro: $6x10^{23}$
Constante Universal dos Gases Perfeitos: R=0,082 L . atm. K^{-1} .mol^{-1}
Constante de Faraday: 96500 C

Spin { ↑ - ½ ; ↓ + ½ }